Classification périodique des éléments

I- Tableau périodique

La recherche d'une classification des éléments a été tôt l'une des préoccupations des chimistes, car ils avaient remarqué une analogie entre les propriétés physiques et chimiques de certains éléments.

A son époque, Mendeleiev disposait de 66 éléments. Alors, il proposa un classement des éléments par ordre croissant de leur masse, de gauche à droite. De plus, les éléments possédant des propriétés similaires ont été alignés sur une même colonne. Il avait même laissé des cases vides, là où il a cru qu'il existait d'autres éléments non découverts à son époque.

Enfin, il est important de savoir que les propriétés physiques et chimiques d'un élément sont conférées par l'agencement de la couche externe électronique de cet élément. Ainsi, les éléments chimiques doivent êtres arrangés selon le numéro atomique Z croissant et non pas selon leur masse. L'édification du cortège électronique des éléments selon les règles vues précédemment est indispensable pour mieux comprendre le principe de la classification périodique.

Une ligne du tableau périodique des éléments est appelée une période. Tandis qu'une colonne s'appelle une famille.

Seulement sept périodes sont suffisantes pour décrire la totalité des éléments chimiques connus à ce jour car chaque ligne correspond à l'édification totale ou partielle d'une couche électronique. La première période contient deux éléments car la couche K(n=1) ne peut contenir que 2 électrons, la seconde période en contient huit car la couche L(n=2) est saturée avec 8 électrons, tout comme la troisième. Cependant, la quatrième et la cinquième en contiennent dix huit et enfin la sixième et la septième en contiennent trente-deux (fig. 1)



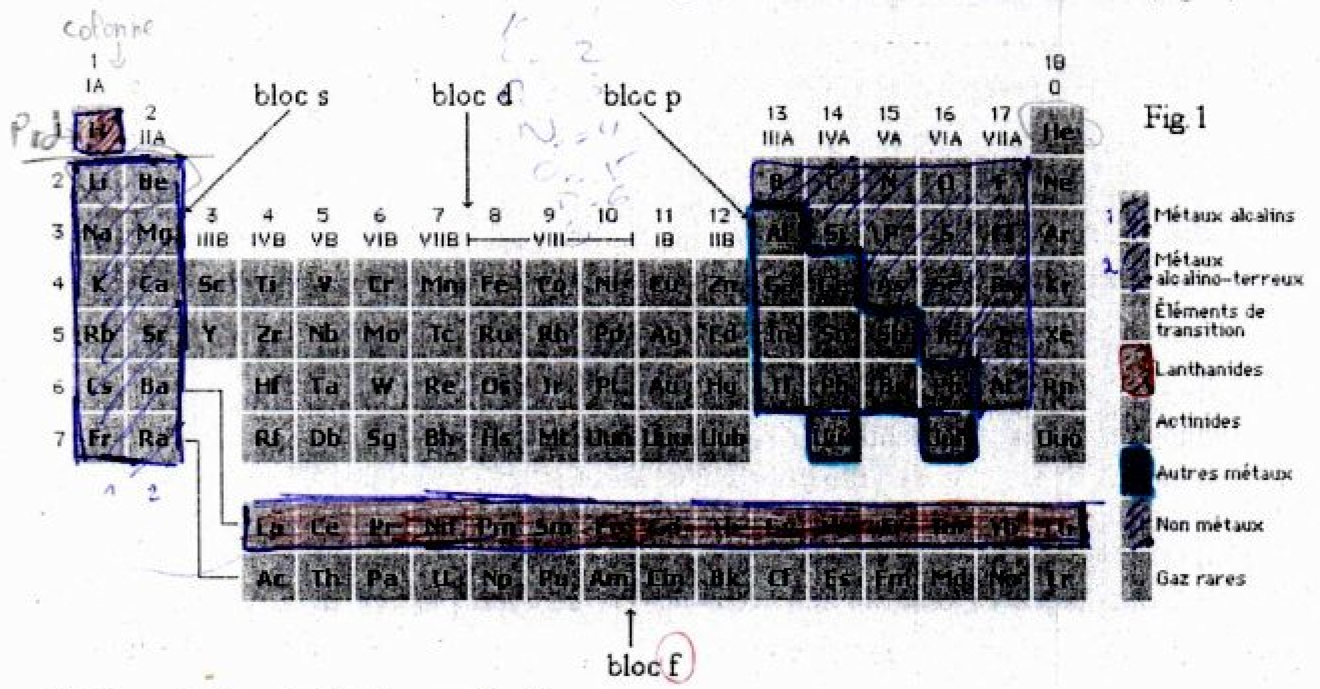


Fig. 1

II- Description du Tableau périodique

Dans le tableau périodique, les éléments ayant des propriétés physiques et chimiques similaires sont groupés sous forme de famille dans une même colonne. On a alors donné un nom aux colonnes les plus importantes.

1- 1ère colonne H +(Li, Na, K,…) : **famille des alcalins** (ns^1)

H(z=1) : $1s^1$ (couche externe)



Li(z=3) : $1s^2 2s^1$ ($2s^1$: couche externe)
Na(z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ($3s^1$: couche externe)
On remarque que la couche périphérique de ces éléments contient un seul électron sur la sous-couche s : ns^1, ces éléments constituent le 1ier groupe du tableau périodique, noté I_A.

ns^1 ← le numéro de la colonne
↑
le numéro de la période

2- 2ème colonne (Be, Mg, Ca, …) : **famille des alcalino-terreux** (ns^2) ⇒ groupe II_A.
Les groupes I_A, II_A avec l'He forment le bloc s.
3- 3ème à la 12ème colonne : **famille des métaux de transition** ($ns^2(n-1)d^x$ avec $1 \leq x \leq 10$)
Ces éléments disposés dans les groupes III_B, IV_B, V_B, VI_B, VII_B, VIII, I_B et II_B, forment le bloc d. Les numéros de colonnes sont obtenus par les valeurs de (2+x) (dans le cas de I_B et II_B la sous-couche d est saturée, on tient compte uniquement des électrons s) et la période est indiquée par n, l'indice B est propre au bloc d alors que A est propre aux blocs s et p.

On présente, ci-dessous, la couche de valence des éléments de la 1ière série des métaux de transition. Deux exceptions sont observées ; sont en fait des moyens pour que l'atome soit dans un état le plus stable.

Sc : $3d^1 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne III_B.
Ti : $3d^2 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne IV_B.
V : $3d^3 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne V_B.
Cr : $3d^5 4s^1$ ∈ à la 4ème période et la colonne VI_B. (exception, la sous-couche d à moitié pleine est plus stable)
Mn : $3d^5 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne VII_B.
Fe : $3d^6 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne VIII.
Co : $3d^7 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne VIII.
Ni : $3d^8 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne VIII.
Cu : $3d^{10} 4s^1$ ∈ à la 4ème période et la colonne I_B. (exception, la sous-couche d pleine est plus stable)
Zn : $3d^{10} 4s^2$ ∈ à la 4ème période et la colonne II_B.

Le groupe VIII formé de trois colonnes est appelée une triade.

Un métal de transition est défini comme un élément qui présente une sous-couche d incomplète ou peut donner naissance à un ou plusieurs cations ayant la sous-couche d incomplète.

4- 13ème colonne (B, Al, Ga, …): famille du bore (ns^2np^1) ⇒ groupe III_A.
5- 14ème colonne (C, Si, Ge, …) : famille du carbone (ns^2np^2) ⇒ groupe IV_A.
6- 15ème colonne (N, P, As, …) : famille de l'azote (ns^2np^3) ⇒ groupe V_A.
7- 16ème colonne (O, S, Se, …) : **famille des chalcogènes** (ns^2np^4) ⇒ groupe VI_A.
8- 17ème colonne (F, Cl, Br, …) : **famille des halogènes** (ns^2np^5) ⇒ groupe VII_A.
9- 18ème colonne (He, Ne, Ar, …) : **famille des gaz rares** (ns^2np^6) ⇒ groupe 0.
La structure électronique externe de ces éléments est du type : ns^2np^x avec $1 \leq x \leq 6$ où n indique la période et (2+x) le numéro de la colonne.
Le bloc f est formé de 2 familles : les lanthanides, éléments (4f) qui suivent le lanthane (La) et les actinides, éléments (5f) qui viennent après l'actinium (Ac).

En tenant compte du type de la sous-couche électronique la plus externe, on pourra organiser le tableau périodique sous forme de 4 blocs: bloc s, bloc p, bloc d et bloc f.

III- Les types des éléments chimiques



Les éléments chimiques peuvent être classés dans trois grandes catégories : les métaux, les non métaux et les semi-métaux.

III- 1- Les métaux

Un métal est caractérisé par : sa conduction de l'électricité et de la chaleur, son état solide à température ambiante (Hg est liquide, Ga et Cs solides, mais possèdent une température de fusion très basse : 30°C), il présente l'éclat métallique. Dans la classification périodique, les métaux sont placés majoritairement à gauche. Plus on se déplace vers la droite, moins les éléments sont métalliques.

III- 2- Les non métaux

Les non métaux sont placés à droite dans le tableau périodique des éléments. Leur état peut être : solide (C), gaz (N), liquide (Br). Pour la grande majorité, ils ne conduisent ni l'électricité (par exception, le carbone graphite conduit l'électricité alors que le carbone diamant est un très bon isolant) ni la chaleur.

III- 3- Les semi-métaux

Les semi-métaux peuvent être conducteurs (propriété métallique) comme ils peuvent être isolants. Par exemple le silicium, qui est semi-conducteur.

IV- Périodicité des propriétés des éléments de la classification

La classification périodique montre que les atomes d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence. On observe ainsi une périodicité dans les propriétés des éléments et de leurs composés.

IV- 1- le rayon atomique

La notion de rayon atomique n'a pas de signification physique, pourtant l'expérience montre que les atomes peuvent être considérés comme des sphères compactes impénétrables les unes aux autres ; on peut donc attribuer un rayon aux atomes. Selon les circonstances, un atome peut avoir plusieurs rayons, Tab.1 et Fig.2.

1- rayon de Van Der Waals d'un élément : c'est la moitié de la distance minimale entre deux atomes liés de cet élément.
2- rayon de covalence d'un élément : c'est la moitié de la distance minimale séparant deux atomes non liés de cet élément.

Elément	H	C	O	F	Cl
$r_{Van\ Der\ Waals}$(Å)	1,2	1,5	1,4	1,35	1,8
$r_{covalence}$(Å)	0,37	0,77	0,66	0,64	0,99

Tab.1



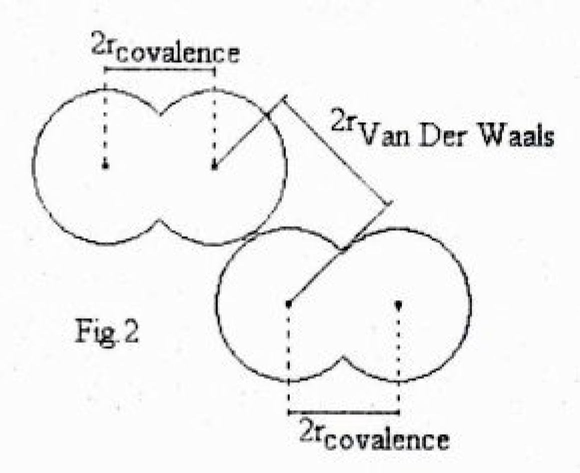


Fig.2

La variation du rayon atomique en fonction du numéro atomique z est donnée sur la Fig.3.

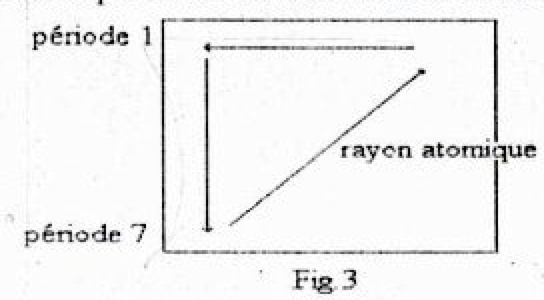


Fig.3

- Dans une même colonne le rayon augmente avec z car le nuage électronique devient de plus en plus étendu quand on s'éloigne du noyau, c'est à dire lorsque le nombre quantique principale augmente.
- Dans une même période le rayon diminue avec z car la force d'attraction du noyau augmente puisque sa charge croit tout en restant dans la même période.

3- rayon ionique :

- un cation est formé à partir d'un atome qui perd des électrons, le nuage électronique de l'atome sera appauvri et le cation obtenu devient plus petit que l'atome dont il dérive.
- un anion est formé à partir d'un atome qui capte des électrons, le nuage électronique de l'atome sera enrichi, l'anion devient donc plus volumineux que l'atome dont il provient.

Le rayon ionique varie dans le tableau périodique de la même façon que le rayon atomique. Dans le cas des ions isoélectronique (cations ou anions ayant le même nombre d'électrons), cette variation dépend du numéro atomique z. Soient les ions du Tab.2.

Ion	$_7N^{3-}$	$_8O^{2-}$	$_9F^-$	$^{11}Na^+$	$_{12}Mg^{2+}$	$_{13}Al^{3+}$	$_{15}P^{5+}$
$r_{covalence}$(Å)	1,32	1,24	1,17	1,13	0,71	0,53	0,31

Tab.2

Le nombre d'électrons des différents ions est le même, mais la charge du noyau est différente, la force d'attraction augmente au fur et à mesure que z croit, par conséquent le rayon ionique diminue dans le sens suivant: $r(P^{5+}) < r(Al^{3+}) < r(Mg^{2+}) < r(Na^+) < r(F^-) < r(O^{2-}) < _r(N^{3-})$.

IV- 2- Energie d'ionisation

L'énergie d'ionisation d' un atome est l'énergie minimale qu'il est nécessaire de fournir à cet atome, à l'état gazeux, pour lui arracher un électron selon la réaction :

$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1e^-$ avec $I_1 = E_{A^+} - E_A$.

Pour un atome polyélectronique, on peut définir les énergies de première, deuxième, troisième, etc..., ionisation correspondant au départ successif de 1, 2, et…électrons.

Exemple : $Li(g) \rightarrow Li^+(g) + 1e^-$ avec I_1=5,4 eV

$Li^+(g) \rightarrow Li^{2+}(g) + 1e^-$ avec I_2=75,6 eV

$Li^{2+}(g) \rightarrow Li^{3+}(g) + 1e^-$ avec I_3=122,4 eV

La variation de l'énergie d'ionisation dans le tableau périodique est indiquée sur la Fig.4.

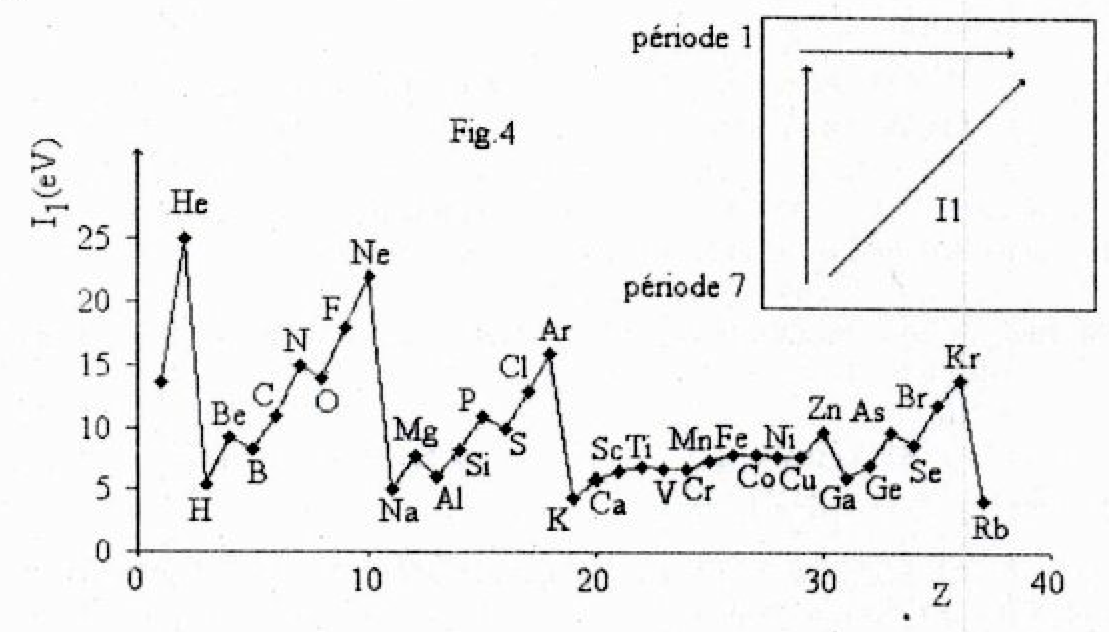


Fig.4

Dans une période I_1 croit lorsque z croit car le rayon atomique diminue et les électrons externes sont plus fortement attirés par leur noyau. Au contraire, dans une colonne I_1 diminue lorsque z croit car le rayon atomique augmente et l'électron qui va être arraché sera le plus loin du noyau.

La valeur minimale de I_1 est obtenue pour les alcalins, dont le degré d'oxydation +1 est très stable (structure électronique du gaz rare qui le précède dans le tableau périodique), et la valeur maximale pour les gaz rares, très difficiles à oxyder. Les alcalins sont des réducteurs puissants.

IV- 3- Affinité électronique

C'est l'énergie mise en jeu lors de la fixation d'un électron par un atome à l'état gazeux, selon la réaction : $X(g) + 1e^- \rightarrow X^-(g)$

Par convention, l'affinité électronique (AE exprimée en eV, kCal/mol) est comptée positive si la réaction est exothermique. Une grande AE indique que X capte facilement un électron pour donner l'ion X^- plus stable, c'est le cas des halogènes dont les anions ont une structure électronique externe ns^2np^6 qui est celle des gaz rares. Les halogènes sont des oxydants puissants.

IV- 4- Electronégativité

L'électronégativité (EN) est la tendance des éléments à gagner ou à perdre un ou plusieurs électrons. Un élément qui a une forte EN tend à conserver ses électrons et à en capter d'autres, il est dit électronégatif. Celui qui a une faible EN perd facilement des électrons, il est dit électropositif. La molécule HCl, par exemple, est formée du Cl qui a une forte AE et une forte énergie d'ionisation, il attire facilement l'électron de H. Cl est plus



électronégatif que H et H plus électropositif que Cl. D'une manière générale les 2 notions AE et énergie d'ionisation sont regroupées dans une seule grandeur qui est EN.

Quelle que soit l'échelle utilisée (Pauling, Mulliken, Allred-Rochow), on remarque qu'elle diminue de droite à gauche le long d'une ligne de la classification, et de haut en bas le long d'une colonne.

1- Selon Mulliken : $EN=\chi=(I + AE)/2$.

2- Selon Pauling : EN est basée sur des valeurs expérimentales des énergies de liaison. Soit la réaction : $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$. Pauling a remarqué que la différence d'EN entre 2 atomes A et B, obéit à la relation suivante $\Delta H_{AB}=(\Delta H_{A2} + \Delta H_{B2})/2 + \Delta_{AB}$, avec ΔH_{AB}, ΔH_{A2} et ΔH_{B2} : énergies de liaison de AB, A_2 et B_2. Δ_{AB} est un terme correctif représentant l'énergie de liaison supplémentaire exprimée en fonction des EN des atomes A et B.
Si $A \neq B$ alors $\Delta_{AB} = 96.5(\chi_B-\chi_A)^2 \Rightarrow (\chi_B-\chi_A) = 0,102(\Delta_{AB})^{1/2}$.
Les différentes énergies sont exprimées en kJ/mol. Pauling à fixé arbitrairement la plus grande valeur pour l'atome du fluor : $\chi_F = 4$.
Exemple : $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$
$\Delta H_{HF} = 565$kJ/mol, $\Delta H_{H2}= 432$kJ/mol et $\Delta H_{F2}= 155$kJ/mol $\Rightarrow \Delta_{HF} = 272$ kJ/mol
$\Rightarrow (\chi_F-\chi_H) = 0,102(272)^{1/2}=1,7$ donc $\chi_H = 2,3$.

3- Selon l'échelle de Allred-Rochow : l'EN est proportionnelle à la force d'attraction du noyau d'un atome B sur l'électron le plus externe de cet atome comportant (z+1) électron dont zé de B et 1é fourni par A pour assurer la liaison A—B.
$\chi_A(B) = 3,59.10^{-3}z^*/R_c^2 + 0,744$. z* : charge effective ressentie par l'é le plus externe du système. R_c : rayon de covalence, en 10^{-12}m, de B.


ETUSUP.com